Subject. .... Date. ....

ملاحظات باب الإتزان

[1] الإتزان الكيميائي

*ما الفرق بين الإتزان الفيزيائي و الكيميائي ؟

الإتزان الفيزيائي ← (الإتزان الديناميكي)

في الغالب بيبقى لمادة واحدة بتتحول من حالة فيزيائية لحالة تانية بنفس المعدل

مادة لها حالة فيزيائية ⇌ نفس المادة ولكن بحالة أخرى

ومن أمثلتها ماء (سائل) ⇌ بخار ماء

Sugar(solid) ⇌ Sugar (aq)

⇐ تسامي اليود $I_{(s)} \rightleftharpoons I_{(g)}$

الإتزان الكيميائي ←

في الغالب عبارة عن توازن ما بين متفاعلات ونواتج والنواتج مفهاش راسب أو غاز بيخرج خارج حيز التفاعل.

متفاعلات ⇌ نواتج

*ملاحظات هامة على معادلة ماء (سائل) ⇌ بخار ماء

(1) في بداية التسخين تكون عملية التبخير هي السائدة ويصاحبها زيادة في الضغط البخاري والذي يزيد بصوره مع زيادة درجة الحرارة وبتزداد حركة الجزيئات

الضغط البخاري

درجة الحرارة

(2) تستمر عملية التبخير حتى يتشبع الهواء تماماً ببخار الماء ويسمى ضغط بخار الماء المشبع وعند هذه اللحظة يبدأ مستوى الماء في الثبوت حيث بعدها بلحظات يتساوى معدل التبخير مع معدل التكثيف ويبدو النظام ساكناً على المستوى المرئي

ومن هنا نستنتج الآتي :-

[1] عملية التبخير تحدث أولاً وتزداد بمعدل كبير ثم تثبت وبعد ذلك تبدأ عملية التكثيف وتزداد حتى تتساوى مع عملية التبخير (ليهم شكل بياني)

[2] مع حدوث الضغط البخاري ← يقل مستوى الماء بينما ضغط بخار الماء المشبع ← يبدأ مستوى الماء في الثبوت

Subject.................... Date. ....

[٣] على المستوى الظاهرى فإن جزيئات الماء تبدأ فى الحركة مع تحول الماء إلى بخار (عندما يصل إلى درجة الغليان) ومع زيادة درجة الحرارة تزداد الحركة ظاهريًا ثم تقل حتى تتوقف الجزيئات عند الحركة ظاهريًا عند حدوث الاتزان وتظل كذلك مالم تتغير درجة الحرارة.

⇓

[*] تستمر الحركة على المستوى الغير مرئى

وممكن تبقى بأشكال ده برضه ⇒

لاحظ ⇐

دكتور عمرو الصيفى

* ملاحظات على الضغط البخارى *

[١] متى يبدأ السائل فى الغليان ؟!

[P] إذا كان النظام مفتوحًا

يبدأ السائل فى الغليان عندما يتساوى ضغط بخار السائل مع الضغط الجوى

[ب] إذا كان النظام مغلقًا

يبدأ السائل فى الغليان عندما يصبح ضغط بخار السائل مساويًا للضغط المحيط به داخل الحيز المغلق

Subject.................... Date. ....

لاحظ الضغط البخاري ←

هو ضغط النظام الخارجي المحيط بالسائل سواء كان النظام هو الحيز المغلق المحيط بالسائل أو كان النظام هو الهواء الجوي.

* العوامل المؤثرة على الضغط البخاري *

تغير درجة الحرارة — تغير حجم الوعاء زيادة أو نقصًا

أسئلة تطبيقية ← اختر ما هو صحيح في الحل الآتية :-

[1]

ـ A و B في حالة اتزان

ـ A عند حدوث اتزان و B عند بداية التسخين

ـ A في بداية التسخين و B عند حدوث اتزان ✓

ـ A ، B يمثلان في بداية التسخين

ماء — A — ماء — B

[2]

ـ درجة الحرارة متساوية عند A ، B

ـ درجة الحرارة عند A = 100°C ، وعند B = 10°C

ـ درجة الحرارة عند A = 10°C ، وعند B = 100°C ✓

ماء — A — ماء — B

*

لاحظ كلما ارتفعنا إلى أعلى يقل الضغط الجوي لنقص طول عمود الهواء

ـ إذا كان الضغط الخارجي منخفض (قمة جبل) فإن درجة غليان السائل ستكون منخفضة عن الدرجة الطبيعية.

تطبيق حياتي :-

طهي الطعام على قمم الجبال يأخذ وقتًا أطول من سفح الجبال لأن درجة غليان الماء عند قمة الجبال تقل وتصبح منخفضة تتراوح بين 72°C – 80°C مما يبطئ من سرعة نضج الطعام.

لاحظ

إذا كان النظام مفتوحًا وليس مغلقًا لا يمكن أن يحدث اتزان لأن جزيئات الهواء تبعد جزيئات بخار السائل بعيدًا إلى الوسط المحيط فتصبح عمليتي التبخير والتكثيف المتعاكستين غير متلازمتين حيث يحدث التبخير في الإناء والتكثيف في الوسط المحيط.

← فتستمر عملية التبخير حتى نهاية السائل داخل الإناء.

Subject.................... Date. ....

* أنواع التفاعلات الكيميائية *

① التفاعلات التامة ← غير الإنعكاسية ← المنتهية

← فى النوع ده من التفاعلات المتفاعلات كلها تقريباً بتتفاعل وتدينا النواتج بمعنى إننا دلوقتي فى حيز التفاعل معندناش إلا النواتج

← تفاعلات منتهية وبنستدل على إنتهاء بثبات تركيز الراسب أو الغاز اللى خرج من حيز التفاعل واللى بيبقوا موجودين فى معظم التفاعلات التامة .

* من أمثلته :-

← تفاعل كلوريد الصوديوم مع نترات الفضة (تفاعلات الترسيب)

$$NaCl + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + AgCl\downarrow$$ ← راسب

← إنحلال نيترات النحاس بالحرارة

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$ غاز

لاحظ ← تفاعل التعادل بين الأحماض القوية والقواعد القوية تعتبر تفاعلات تامة .

← لا تتأثر التفاعلات التامة بزيادة تركيز النواتج أ المتفاعلات على عكس التفاعلات الإنعكاسية .

← فى التفاعلات التامة قد لا تستهلك جميع المتفاعلات ويكون ذلك بسبب

← عدم خلط المتفاعلات بكميات مناسبة .

سؤال فكرته عالية :- ← م/ أحمد جابر

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_{2(g)}\uparrow$$

قام أحد الطلاب بإجراء التجربة السابقة مرتين ومثل العلاقة بين التركيز والسرعة من خلال ملاحظته للتجربة فى كل من المرتين كالتالى :-

* ما السبب في إختلاف النتائج في المرتين؟

ج:-

* في المرة الأولى تم إجراء التفاعل في إناء مفتوح وبالتالي لم يتساوى تركيز النواتج مع المتفاعلات حيث يخرج جزء منه (H_2) إلى الوسط المحيط

* في المرة الثانية تم إجراء التفاعل في إناء مغلق وبالتالي يتساوى تركيز النواتج مع المتفاعلات حيث يظل (H_2) داخل الإناء.

لاحظ

← في العادة تكون التفاعلات التامة أسرع في حدوثها من التفاعلات الإنعكاسية.

الشكل العام للتفاعل التام ⇓

(رسم بياني: التركيز – الزمن)

(٢) التفاعلات الإنعكاسية ← غير المنتهية.

← التفاعلات دي تسير في الإتجاهين الطردي والعكسي ونلاحظ وجود المتفاعلات والنواتج داخل حيز التفاعل.

← عند حدوث الإتزان تثبت تراكيز المتفاعلات والنواتج ولا يشترط تساويهم في المقدار

← يحدث التفاعل الطردي والعكسي بنفس المعدل عند الإتزان $r_1 = r_2$

← يظل التفاعل مستمرًا حتى بعد الوصول إلى حالة إتزان أي أن التفاعل الإنعكاسي لا يتوقف مالم يؤثر عليه مؤثر خارجي

← ويظل الإتزان قائمًا ما دامت ← النواتج والمتفاعلات في حيز التفاعل
← ظروف التفاعل ثابتة (كالضغط ودرجة الحرارة)

← قد يؤدي تغير ظروف التفاعل إلى تحوله إلى تفاعل تام

← بعض التفاعلات التي تنتج غازات تكون انعكاسية في حالة إجراءها في إناء مغلق

مثال

$$CH_3COOH_{(aq)} + C_2H_5OH_{(aq)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

حمض الأسيتيك: حامضي التأثير — كحول إيثيلي: متعادل التأثير — استر أسيتات الإيثيل: متعادل التأثير — ماء: متعادل التأثير.

← عند إضافة صبغة عباد الشمس تتلون باللون الأحمر وذلك لوجود حمض الأسيتيك في حيز التفاعل.

Subject.

Date.

ملاحظات على التفاعل السابق :-

[1] حمض الكبريتيك المركز H_2SO_4 من أفضل المواد النازعة للماء وعند دخوله على تفاعل الأسترة ينزع الماء ويصبح مخففاً وفي هذه الحالة يصبح التفاعل تام (حيث يمنعه من السير في الاتجاه العكسي) وعند انتهاء كمية حمض الكبريتيك المركز ← يتزن التفاعل مرة أخرى ويزول تأثير الحمض

* تفاعل الأسترة عبارة عن :-

$$\text{حمض} + \text{كحول} \rightleftharpoons \text{استر} + \text{ماء}$$

لاحظ

في حالة إضافة حمض الكبريتيك في أي تفاعل آخر غير الأسترة فإنه يتأين تماماً في الماء إلى ← $2H^+ + SO_4^{-2}$ ← فإما أن يزيد تركيز H^+ أو H_3O^+ أو أن يزيد من تركيز SO_4^{-2}

على حسب المعادلة

مثال

س/ ما أثر إضافة حمض الكبريتيك إلى التفاعل التالي :-

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

ج يعمل على زيادة تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ وبالتالي ينشط التفاعل في الاتجاه العكسي فيقل تركيز الأسيتات.

* الأشكال البيانية للتفاعلات الانعكاسية :-

التركيز / الزمن: نواتج، متفاعلات	التركيز / الزمن: متفاعلات، نواتج
∴ الاتجاه السائد هو الطردي	∴ الاتجاه السائد هو العكسي

Subject.................. Date. ....

التركيز | معدل التفاعل

متفاعلات

نواتج

الزمن

⇐ ٣ تساوي الواحد تقريبًا

الطردي

العكسي

الزمن

⇐ لأي تفاعل متزن

ملاحظات معدل التفاعل

ممكن نعبر عن معدل التفاعل بـ ٣ طرق و ٣ وحدات قياس :-

① بالكتلة :-

نقدر نعبر عنه بمعدل النقص في كتلة المتفاعلات خلال الزمن أو معدل الزيادة في كتلة النواتج خلال الزمن ⇐ معدل التفاعل = $\frac{\Delta \text{كتلة}}{\Delta t}$ وهنا يقاس بـ g/s

② بالمولات :-

نقدر نعبر عنه بمعدل النقص في عدد مولات المتفاعلات خلال الزمن أو معدل الزيادة في عدد مولات النواتج خلال الزمن ⇐ معدل التفاعل = $\frac{\Delta \text{مولات}}{\Delta t}$ وهنا يقاس بـ mol/s

③ بالتركيز :-

نقدر نعبر عنه بمعدل النقص في تركيز المتفاعلات أو الزيادة في تركيز النواتج خلال الزمن ⇐ معدل التفاعل = $\frac{\Delta [\text{متفاعلات}]}{\Delta t}$ = $\frac{\Delta [\text{تركيز النواتج}]}{\Delta t}$ وهنا يقاس بـ :-

$Molar/s = mol/L.s = mol.L^{-1}.s^{-1}$

تطبيق

⇐ خلي بالك :- قبل ما تحل حدد هو عايز أنهي قانون فيهم.

① احسب معدل التفاعل بوحدة مول/ثانية لـ 5g من الكالسيوم تفاعلت تمامًا مع حمض الهيدروكلوريك المخفف في زمن قدره 30s تبعًا للتفاعل :-

$Ca_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow CaCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$

Subject.................... Date. ....

⇐ تفاعلت تماماً أي أصبح عدد مولاتها في النهاية zero

وبالتالي كتلة Δ = zero − 0.4 = 0.4g

∴ المعدل = $\frac{0.4}{30} = 1.33 \times 10^{-2} g/s$ ⇐ ده لو كان طالب كتلة بس

ركز هو طالب مولات

$Cu = 40$ ✱

↲ عدد المولات = $\frac{0.4}{40} = 0.01 mol$

∴ المعدل = $\frac{0.01}{30} = 3.33 \times 10^{-4} mol/s$

(2) إذا تغيرت كتلة مادة التفاعل من 0.4g إلى 15.4g خلال دقيقة أجب عن الأسئلة التالية :-

① هل المادة المذكورة متفاعلة أم ناتجة .

⇐ المادة ناتجة لأن كتلتها زادت بمرور الزمن

(2) ← احسب معدل التفاعل بوحدة g/s

↲ معدل التفاعل = $\frac{15.4 - 0.4}{60} = 0.25 g/s$

(3) إذا كان معدل التفاعل بين (X) ، (Y) يعبر عنه بالعلاقة $r = k[X]^2 . [Y]^3$

ماذا يحدث لمعدل التفاعل عندما يزداد تركيز X للضعف ويقل Y للنصف؟

↲ يزداد للضعف ↲ يظل كما هو ↲ يقل للنصف ↲ يقل للربع

✱ ملاحظات هامة جداً ✱

① القانون ← معدل التفاعل = $\frac{\Delta[\text{المتفاعلات}]}{\Delta t}$ بتطبقه لو كان كل واحد من المتفاعلات أو النواتج كميته 1 mol أو لما يسألك ويديلك إن تركيز متفاعل معين وميذكرلكش هو معين قل منه تركيز كذا لتركيز كذا في زمن كذا وميديلكش معادلة

↲ أما في حالة لو جابلك معادلة عدد المولات فيها بيختلف بتضطر تلجأ للقوانين التالية :-

↲ معدل التفاعل الكيميائي = $\frac{1}{n} \times \frac{\Delta[\text{متفاعلات}]}{\Delta t}$

(n ← عدد المولات) ، (− تشير إلى النقص في الكمية)

= $\frac{1}{n} \times \frac{\Delta[\text{نواتج}]}{\Delta t}$

Subject........................ Date. ....

مثال توضيحي

$$2A + B \rightleftharpoons A_2B$$

معدل تفاعل (إستهلاك) A =

$$\frac{1}{2} \times \frac{-\Delta [A]}{\Delta t}$$

معدل إستهلاك B =

$$\frac{-\Delta [B]}{\Delta t}$$

الإشارة السالبة تعني نقص التركيز بمرور الزمن

معدل إنتاج A_2B =

$$\frac{+\Delta [A_2B]}{\Delta t}$$

بالضرب × 2 ⇐ سرعة إختفاء B — سرعة إختفاء A

سرعة تكون A_2B

$$\frac{-\Delta [A]}{\Delta t} \Rightarrow \frac{-2\Delta [B]}{\Delta t} \Rightarrow \frac{+2\Delta [A_2B]}{\Delta t}$$

⇐ ومن هنا نقدر نستنتج إن سرعة إختفاء و إستهلاك المادة A ضعف معدل سرعة اختفاء و إستهلاك المادة B وكذلك ضعف سرعة تكوين المادة A_2B

ودي أهم ملحوظة في معدل التفاعل

تطبيق :

$$A + 2B \longrightarrow 3C$$

⇐ ومن هنا نقدر نقول إن سرعة تكون C أكبر من سرعة إستهلاك A ثلاثة مرات

⇐ سرعة إستهلاك B ضعف سرعة إستهلاك A

⇐ في التفاعل التالي :

$$Mg_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow MgSO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$

يمكن قياس معدل التفاعل الكيميائي من

- معدل إستهلاك Mg أو H_2SO_4 خلال وحدة الزمن
- معدل إنتاج H_2 أو $MgSO_4$ خلال وحدة الزمن

⇐ في التفاعل التالي :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

إذا علمت أن معدل تكوين النشادر يساوي 2.5×10^{-4} mol/L.s

فإن معدل إستهلاك الهيدروجين يساوي ____

Subject. .... Date. ....

* بفرض أن حجم المحلول 1L

⇐ معدل إنتاج النشادر 2.5×10^{-4} mol/s

∴ $3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

3 mol/s 2 mol/s

x mol/s 2.5×10^{-4} mol/s

$$x = \frac{3\times2.5\times10^{-4}}{2} = 3.75\times10^{-4}\ mol/s$$

لاحظ ⇐ معدل إستهلاك الهيدروجين يساوى مرة ونصف معدل تكوين النشادر ويساوى ثلاث أضعاف معدل إستهلاك النيتروجين

العوامل المؤثرة على سرعة التفاعل الكيميائى

1 طبيعة المواد المتفاعلة :-

* فى التفاعل التالى :-

$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$

ما الفرق بين الشكلين التاليين :-

أندلسية

Subject.................... Date. ....

في الشكل (١)

تم إجراء التفاعل مرتين في المرة (١) تم باستخدام مسحوق ماغنيسيوم فيتم في أهميه أقل أما المرة (٢) تم استخدام قطعة ماغنيسيوم

في الشكل (٢)

تم إجراء التفاعل مرتين في المرة واحد تم استخدام كمية أكبر من الماغنيسيوم على هيئة مسحوق وحمض الكبريتيك تم التفاعل بصورة أسرع وخرجت كمية أكبر من الغاز أما المرة (٢) تم استخدام كمية أقل على هيئة قطعة ماغنيسيوم.

ملحوظة ← لو زودنا كمية Mg فقط لن يتغير المنحنى ويستظل الكمية المضافة دون تفاعل.

③ تركيز المتفاعلات :-

ملاحظات Kc

$$K_c = \frac{[\text{النواتج}]}{[\text{المتفاعلات}]}$$

① يتم حساب Kc من التراكيز عند الاتزان فقط
← قيمة Kc ليس لها وحدة غالبًا

② قيمة Kc تدل على مدى إنحياز التفاعل

③ قيمة ثابت الاتزان ثابتة للتفاعل الواحد وتتغير فقط بتغير درجة الحرارة.

④ عند ضرب المعادلة في معامل ترفع قيمة ثابت الاتزان لأس يساوي المعامل

$A \rightleftharpoons B \rightarrow K_c = K_{c_1}$

$2A \rightleftharpoons 2B \rightarrow K_c = K_{c_1}^2$

⑤ عند القسمة على معامل تصبح قيمة ثابت الاتزان أسفل جذر مساوي للمعامل

$A \rightleftharpoons B \rightarrow K_c = K_{c_1}$

$\frac{1}{2}A \rightleftharpoons \frac{1}{2}B \rightarrow K_c = \sqrt{K_{c_1}}$

⑥ عند جمع معادلات فإن Kc الجديدة تساوي حاصل ضرب قيم Kc للمعادلات القديمة

$AB \rightleftharpoons A + B \rightarrow K_{c_1}$

$CD \rightleftharpoons C + D \rightarrow K_{c_2}$

$AB + CD \rightleftharpoons A + B + C + D \quad K_c = K_{c_1} \cdot K_{c_2}$

Subject. Date.

* أفكار K_c *

1) في حالة الإتزان الممثلة بالتفاعل: $SbCl_{5(g)} \rightleftharpoons SbCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$
كان خليط الإتزان في دورق سعته 1L يحتوي على 2.48×10^{20} جزئ من $SbCl_5$ و
0.723g من $SbCl_3$ و 0.00317 مول من Cl_2. احسب ثابت الإتزان للتفاعل
(Sb = 122 , Cl = 35.5)

الحل

عدد مولات $SbCl_5$ = $\frac{2.48 \times 10^{20}}{6.02 \times 10^{23}} = 4.12 \times 10^{-4} mol$ ⇐ التركيز = $4.12 \times 10^{-4} M$

عدد مولات $SbCl_3$ = $\frac{0.723}{122 + 3 \times 35.5} = 3.16 \times 10^{-3} mol$ ⇐ التركيز = $3.16 \times 10^{-3} M$

عدد مولات Cl_2 = 0.00317 ⇐ التركيز = $3.17 \times 10^{-3} M$

$$\therefore K_c = \frac{3.16 \times 10^{-3} \times 3.17 \times 10^{-3}}{4.12 \times 10^{-4}} = 0.024$$

2) في التفاعل الآتي: $SO_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)}$ $K_c = 10$
إذا كانت تركيزات SO_2 ، O_2 ، SO_3 على الترتيب 2M ، 4M ، 20
هل يكون التفاعل في حالة إتزان؟

الحل

$$\because Q_c = \frac{20}{\sqrt{4} \times 2} = \frac{20}{4} = 5$$

$\therefore$ التفاعل غير متزن لأن $Q_c \neq K_c$

3) خلط مول من الهيدروجين مع مول من اليود عند درجة حرارة معينة. احسب ثابت الإتزان لهذا التفاعل علماً بأن:
حجم الخليط 1L ، والكمية المتبقية من اليود و الهيدروجين عند الإتزان 0.2mol

الحل

	H_2 +	I_2 ⇌	$2HI$
قبل الإتزان	1mol	1mol	Zero
	-0.8	-0.8 ⇒	+2×0.8
عند الإتزان	0.2	0.2 ⇒	1.6
التركيز	0.2M	0.2M	1.6M

$$\therefore K_c = \frac{1.6^2}{0.2 \times 0.2} = 64$$

Subject. .... Date. ....

٤ في التفاعل الآتي :-

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI$$

خلط 0.5mol من H_2 مع 0.5mol من I_2 في وعاء حجمه لتر وبدرجة حرارة $430^\circ C$
وصل التفاعل إلى حالة الإتزان فوجد أن ثابت الإتزان للتفاعل يساوي 5.29 .
احسب تراكيز المواد التي تمثل مزيج الإتزان

الحل

∵ حجم المحلول = 1L ∴ تركيز $[H_2] = [I_2] = 0.5 mol/L$

	H_2	+ I_2	$\rightleftharpoons 2HI$
التركيز قبل	0.5	0.5	zero
التغير في التركيز	$-X$	$-X$	$+2X$
التركيز بعد	$0.5-X$	$0.5-X$	$2X$

$$\Rightarrow Kc = \frac{[HI]^2}{[I_2]\cdot[H_2]} = \frac{(2X)^2}{(0.5-X)(0.5-X)}$$

$$\therefore 5.29 = \frac{(2X)^2}{(0.5-X)^2}$$ بأخذ جذر الطرفين

$$\therefore 2.3 = \frac{2X}{0.5-X} \quad \therefore 2X = 1.15 - 2.3X$$

$$\therefore X = 0.267$$

$$\therefore [I_2] = [H_2] = 0.5 - 0.267 = 0.233 \ mol/L$$

$$[HI] = 2 \times 0.267 = 0.534 \ mol/L$$

Subject. .... Date. ....

لاحظ

تحويلات Kc

① $A + B \rightleftharpoons C$ $K_c = K_1$

⇓

$2A + 2B \rightleftharpoons 2C$ $K_c = K_1^2$

عند ضرب المعادلة التفاعل x2 نرفع Kc للأس 2

أي في حالة الضرب x عدد نرفع Kc لأس يساوي العدد

② $A + B \rightleftharpoons C$ $K_c = K_1$

⇓

$\frac{1}{2}A + \frac{1}{2}B \rightleftharpoons \frac{1}{2}C$ $K_c = \sqrt{K_1} = K_1^{\frac{1}{2}}$

عند القسمة على 2 مثلاً "فكأننا نضرب x $\frac{1}{2}$ فإما نقول $\sqrt{K_c}$ أو $K_c^{\frac{1}{2}}$

ولذلك في حالة 3 مثلاً "كأننا نضرب x $\frac{1}{3}$ فإما نقول $\sqrt[3]{K_c}$ أو $K_c^{\frac{1}{3}}$ وهكذا ......

③ $A + B \rightleftharpoons C$ $K_c = K_1$

⇓

$C \rightleftharpoons A + B$ $K_c = \frac{1}{K_1}$

عند قلب التفاعل نقلب Kc فتكون $\frac{1}{K_c}$

④ $A + B \rightleftharpoons C + D$ $K_c = K_1$

$C + D \rightleftharpoons E + F$ $K_c = K_2$

⊕ ⇓

$A + B \rightleftharpoons E + F$ $K_c = K_1 \times K_2$

في حالة جمع المعادلات نضرب Kc في بعضها.

⑤ $A + B \rightleftharpoons C + D$ $K_c = K_1$

$2A + F \rightleftharpoons C + E$ $K_c = K_2$ (نطرح دي من الأولى)

⊖ ⇓

$\Rightarrow A + F - B \rightleftharpoons E - D$ $\Rightarrow A + F + D \rightleftharpoons E + B$

$K_c = \frac{K_2}{K_1}$

في حالة الطرح نقسم Kc

Subject.................... Date. ....

تطبيق

أمامك التفاعلات الآتية ثوابت اتزانها K_1 ، K_2 ، K_3 على الترتيب :-

① $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

② $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$

③ $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \rightleftharpoons H_2O$

فإن قيمة ثابت الإتزان للتفاعل

$2NH_3 + \frac{5}{2}O_2 \rightleftharpoons 2NO + 3H_2O$ عند نفس درجة الحرارة يساوي ....

الحل

لكي نصل إلى هذا التفاعل يحدث الآتي :-

① نضرب المعادلة ③ $\times 3$

② نجمع المعادلتين ② و③ معًا

③ نطرح الناتج النهائي من المعادلة ①

① $3H_2 + \frac{3}{2}O_2 \rightleftharpoons 3H_2O$ K_3^3

② $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ ⊕ K_2

⇓

$N_2 + 3H_2 + \frac{5}{2}O_2 \rightleftharpoons 2NO + 3H_2 \rightarrow K_c = K_3^3 \times K_2$

③ $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \rightarrow K_1$ ⊖

⇓

$\frac{5}{2}O_2 \rightleftharpoons 2NO + 3H_2$ ⊖ $2NH_3$

⇓

$2NH_3 + \frac{5}{2}O_2 \rightleftharpoons 2NO + 3H_2$ $K_c = \frac{K_3^3 \times K_2}{K_1}$

لاحظ

$A_{(s)} \rightleftharpoons B_{(s)} + C_{(g)}$

⇐ في هذا التفاعل لا يتأثر الإتزان بإضافة المزيد من B أو A لأن تركيزهم ثابت مهما زادت كتلتهما

⇐ ولكنه يتأثر بالضغط والحرارة وكمية $C_{(g)}$

⇐ عند زيادة الضغط ينشط التفاعل في الإتجاه العكسي

Subject.................. Date.................

لاحظ

① درجة الحرارة لا تؤثر على طاقة التنشيط وإنما تزيد من طاقة حركة الجزيئات حتى تصل لطاقة التنشيط بصورة أسرع

② العامل الوحيد الذي يؤثر على طاقة التنشيط هو العامل الحفاز

③ يمكن الاستعاضة عن رفع درجة الحرارة بمقدار $10°$ بزيادة تركيز المتفاعلات بنسبة 100% حيث أن الاثنين يؤديان إلى مضاعفة سرعة التفاعل.

$A + B \rightleftharpoons C$ **لاحظ**

لا

رفع أو خفض درجة الحرارة أو الضغط

نزع أو إضافة أحد المتفاعلات أو النواتج

Subject.........................

Date. ....

لاحظ كيف أعرف الحمض القوي؟ (بالنسبة للأحماض الأكسجينية)

من خلال الفرق بين عدد O ⊖ عدد H

إذا كان ≥ 2 إذا الحمض قوي مثل

$H_2SO_4 \Rightarrow 2$

$HClO_4 \Rightarrow 3$

$HNO_3 \Rightarrow 2$

إذا كان ≥ 1 إذاً الحمض ضعيف مثل

$H_2SO_3 \Rightarrow 1$

$H_3PO_4 \Rightarrow 1$

لاحظ $HF < HCl < HBr < HI$ من حيث قوة الحمض

تتناسب قوة الحمض الهالوجينية طردياً مع نصف القطر

HI: حمض قوي، أقلهم في قيمة pH

HF: حمض ضعيف، أكبرهم في قيمة pH

(معلومة)

$$pH = \ominus \log [H^+] = \log \frac{1}{[H^+]}$$

لاحظ (مهم)

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

عند تخفيف حمض ضعيف يحدث الآتي:

① يقل Ca وبالتالي لابد أن تزداد α حتى تظل قيمة Ka ثابتة

② علشان فاكر إن $[H^+] = [A^-]$ ← $[HA]$ أكبر بكثير من $[H^+]$

وعندما يقل Ca يقل $[HA]$ وبالتالي يقل أيضاً $[H^+]$ (مقارنة بـ $[HA]$) أي تزداد قيمة pH بالتخفيف للحمض الضعيف

أو بطريقة أخرى عن طريق الأيون المشترك

Subject.................... Date. ....

$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

عند إضافة الماء يزداد [H+] فينشط التفاعل في الاتجاه العكسي أي يزداد PH

(مقارنة بتركيز (H+) للماء) بدفيه

ملاحظة (مهم) عند خلط حجمين متساويين فإن تركيز الأيونات يقل للنصف لأن الحجم زاد للضعف

تطبيق

عند خلط حجمين متساويين من محلول (A) PH له 2 و B قيمة PH له 6

فإن قيمة PH للخليط تقترب من ......

2 ← 4 ← 6 ← 8 ←

الحل

A في $[H_3O^+] = 10^{-2} M$

B في $[H_3O^+] = 10^{-6} M$

$\Rightarrow$ في الخليط $[H_3O^+] = \frac{10^{-2} + 10^{-6}}{2} = 5.0005 \times 10^{-3} M$

$\Rightarrow PH = 2.3$

أي يقترب من 2

لاحظ

← ذوبان الأملاح المشتقة من حمض قوي وقاعدة قوية لا يعتبر تميؤ لأنه لم ينتج منه حمض أو قاعدة

$NaCl + H_2O \rightarrow Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^-$

ملح تام الذوبان في الماء ويعتبر إلكتروليت قوي

ومثله K_2SO_4

(معلومة) الإتزان غير المتجانس ← عندما تختلف الحالة الفيزيائية للمواد الناتجة عن التفاعلات مثل تأين الأملاح شحيحة الذوبان في الماء

$AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

حاصل الإذابة Ksp (ملاحظات مهمة)

⇐ أحياناً في بعض المسائل لا يذكر أن المحلول مشبع وبالتالي يجب حساب قيمة إعتبارية هي Qsp وتسمى الحاصل الأيوني للملح وهي قيمة لا تعبر عن حاصل الإذابة بل تعبر عن تراكيز الأيونات في المحلول المعطاة بالمسألة وهي تراكيز ليست بالضرورة أن تكون ظروف إتزان.

$$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$$

حالة ① $Ksp > Qsp \Leftrightarrow Ksp > [A^+][B^-]$

⇐ وهذا يعني أن المحلول غير مشبع (لم يصل لحالة التشبع بعد)
⇐ للمحاليل غير المشبعة لا يحدث بها اتزان
⇐ لا يتكون راسب نظراً لكبر قيمة Ksp
⇐ قابلية الملح للذوبان أكبر من قابليته للترسيب
⇐ يمكن إذابة كمية أخرى من الملح حتى نصل إلى حالة التشبع (الإتزان)

حالة ② $Ksp = Qsp \Leftarrow Ksp = [A^+][B^-]$

⇐ المحلول مشبع والأيونات في المحلول في حالة اتزان مع الملح الصلب شحيح الذوبان ولا يتكون راسب
⇐ أي تغير في المحلول سيؤدي لخلل في الإتزان

حالة ③ $Ksp < Qsp \Leftarrow Ksp < [A^+][B^-]$

⇐ المحلول فوق مشبع وغير متزن (مملوء بالأيونات الزائدة) وبالتالي لابد أن ينشط التفاعل في الإتجاه العكسي حتى يستعيد حالة الإتزان فيكون المزيد من الراسب
⇐ يتكون راسب نظراً لصغر قيمة Ksp
⇐ عند إضافة كمية جديدة من الملح سيترسب ولن يتفكك إلى أيونات

تطبيقات مهمة

①//
توقع ما إذا كان سيتكون راسب من $PbCl_2$ عند إضافة 100ml من NaCl 0.01M إلى 100ml من $Pb(NO_3)_2$ 0.02M علماً بأن Ksp له تساوي 1.7×10^{-5}

الحل

علشان نحل المسألة لازم نعرف تركيز $[Cl^-]$ ، $[Pb^{+2}]$

Subject. .... Date ....

قبل الخلط

⇐ $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

0.01M 0.01M 0.01M

∴ تركيز $[Cl^-]$ قبل الخلط يساوى 0.01 M

⇐ $Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Pb^{+2} + 2NO_3^-$

0.02M 0.02M 0.04M

∴ تركيز $[Pb^{+2}]$ قبل الخلط يساوى 0.02M

بعد الخلط

⇐ يتكون ملح $PbCl_2$ وبما أن حجم المحلولين متساوى فإن التركيزات تقل للنصف

أى أن تركيز $[Cl^-]$ يصبح ⇐ 0.005M

وتركيز $[Pb^{+2}]$ يصبح ⇐ 0.01 M

ملح شحيح الذوبان فى الماء ← $PbCl_2 \rightleftharpoons Pb^{+2} + 2Cl^-$

⇐ نحسب الحاصل الأيونى ونقارنه بـ Ksp المركب لنعرف هل سيترسب أم لا

$$Qsp = [Pb^+][Cl^-]^2$$

$$= 0.01 \times (0.005)^2 = 2.5 \times 10^{-7}$$

$$\because Ksp = 1.7 \times 10^{-5}$$

$$\therefore Qsp < Ksp$$

⇐ المحلول ليس مشبعًا ولن يتكون راسب من $PbCl_2$ ولكى يتكون راسب يلزم إضافة المزيد من المحلولين

س لماذا تكون كرومات الرصاص أقل ذوبانية فى المحلول المائى لكرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 عند ذوبانه فى الماء ؟

$PbCrO_4 \rightleftharpoons Pb^{+2} + CrO_4^{-2}\uparrow$ ← الأيون المشترك

$K_2CrO_4 \longrightarrow 2K^+ + CrO_4^{-2}\uparrow$

⇐ عند ذوبانه فى كرومات البوتاسيوم يزداد تركيز أيون الكرومات فينشط التفاعل فى الإتجاه العكسى نحو تكوين المزيد من كرومات الرصاص